



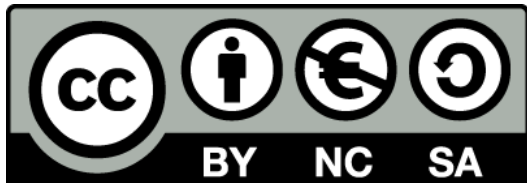
ΠΑΝΕΠΙΣΤΗΜΙΟ
ΠΑΤΡΩΝ
UNIVERSITY OF PATRAS

ΑΝΟΙΚΤΑ ακαδημαϊκά
μαθήματα ΠΠ

ΜΑΘΗΜΑ: «ΧΗΜΕΙΑ II»

Β΄ ΕΞΑΜΗΝΟ (ΕΑΡΙΝΟ)

Διδάσκουσα: ΣΟΥΠΙΩΝΗ ΜΑΓΔΑΛΗΝΗ
ΕΠΙΚΟΥΡΟΣ ΚΑΘΗΓΗΤΡΙΑ ΤΜΗΜΑΤΟΣ ΧΗΜΕΙΑΣ



ΥΠΟΥΡΓΕΙΟ ΠΑΙΔΕΙΑΣ & ΘΡΗΣΚΕΥΜΑΤΩΝ, ΠΟΛΙΤΙΣΜΟΥ & ΑΘΛΗΤΙΣΜΟΥ
ΕΙΔΙΚΗ ΥΠΗΡΕΣΙΑ ΔΙΑΧΕΙΡΙΣΗΣ

Με τη συγχρηματοδότηση της Ελλάδας και της Ευρωπαϊκής Ένωσης



Άδειες Χρήσης

- Το παρόν εκπαιδευτικό υλικό υπόκειται σε άδειες χρήσης Creative Commons.
- Για εκπαιδευτικό υλικό, όπως εικόνες, που υπόκειται σε άλλου τύπου άδειας χρήσης, η άδεια χρήσης αναφέρεται ρητώς.
- Αναφορά-Μη-Εμπορική Χρήση-Παρόμοια Διανομή



Χρηματοδότηση

- Το παρόν εκπαιδευτικό υλικό έχει αναπτυχθεί στα πλαίσια του εκπαιδευτικού έργου του διδάσκοντα.
- Το έργο «**Ανοικτά Ακαδημαϊκά Μαθήματα στο Πανεπιστήμιο Πατρών**» έχει χρηματοδοτήσει μόνο τη αναδιαμόρφωση του εκπαιδευτικού υλικού.
- Το έργο υλοποιείται στο πλαίσιο του Επιχειρησιακού Προγράμματος «Εκπαίδευση και Δια Βίου Μάθηση» και συγχρηματοδοτείται από την Ευρωπαϊκή Ένωση (Ευρωπαϊκό Κοινωνικό Ταμείο) και από εθνικούς πόρους.



Ευρωπαϊκή Ένωση
Ευρωπαϊκό Κοινωνικό Ταμείο



ΥΠΟΥΡΓΕΙΟ ΠΑΙΔΕΙΑΣ & ΘΡΗΣΚΕΥΜΑΤΩΝ, ΠΟΛΙΤΙΣΜΟΥ & ΑΘΛΗΤΙΣΜΟΥ
ΕΙΔΙΚΗ ΥΠΗΡΕΣΙΑ ΔΙΑΧΕΙΡΙΣΗΣ

Με τη συγχρηματοδότηση της Ελλάδας και της Ευρωπαϊκής Ένωσης



3. ΤΑΧΥΤΗΤΕΣ ΑΝΤΙΔΡΑΣΗΣ

ΠΕΡΙΕΧΟΜΕΝΑ

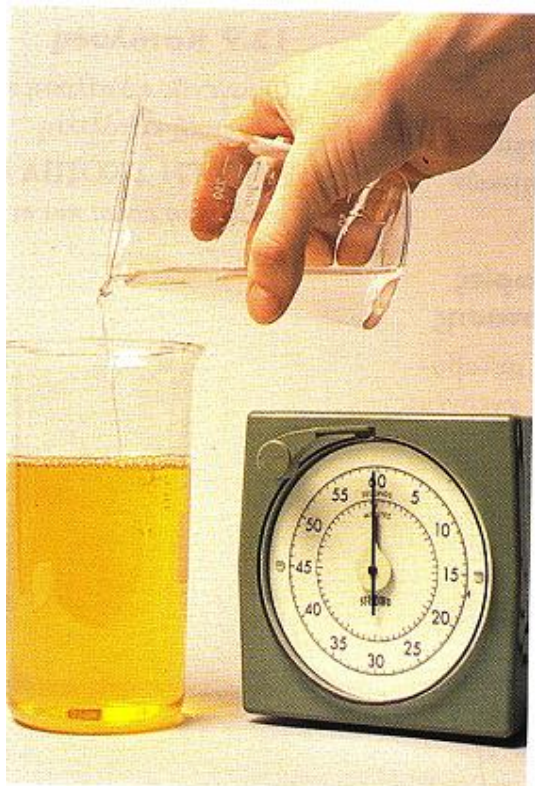
- Ορισμός της ταχύτητας αντίδρασης
- Πειραματικός προσδιορισμός ταχύτητας
- Εξάρτηση της ταχύτητας από τη συγκέντρωση
- Μεταβολή της συγκέντρωσης με το χρόνο
- Θερμοκρασία και ταχύτητα. Θεωρίες συγκρούσεων και μεταβατικής κατάστασης
- Εξίσωση του Arrhenius
- Στοιχειώδεις αντιδράσεις
- Ο νόμος ταχύτητας και ο μηχανισμός
- Κατάλυση

TAXYTHITES ANTIΔΡΑΣΗΣ

☆ Ο **χρόνος** που χρειάζεται για την ολοκλήρωση μιας χημικής αντίδρασης εξαρτάται από πολλούς παράγοντες

☞ Η μελέτη και η μέτρηση της ταχύτητας μιας αντίδρασης έχει σημαντικές εφαρμογές (βιομηχανία, **περιβάλλον**, **θεωρητική χημεία** κ.λπ.) και γίνεται με πολλούς τρόπους π.χ.

Για την αντίδραση: $\text{H}_2\text{C}=\text{O} (\text{aq}) + \text{HSO}_3^- (\text{aq}) \longrightarrow \text{H}_2\text{C}(\text{OH})\text{SO}_3^- (\text{aq})$



Χρόνος αντίδρασης

Ο χρόνος ολοκλήρωσης της αντίδρασης επισημαίνεται με την **αλλαγή** του χρώματος κατάλληλου δείκτη (**κίτρινο** σε όξινο και μπλε σε βασικό περιβάλλον). Η αντίδραση συμπληρώνεται σε λιγότερο από ένα λεπτό!

TAXYTHITES ANTIΔΡΑΣΗΣ

Χημική κινητική είναι η μελέτη των ταχυτήτων αντιδράσεων, του τρόπου μεταβολής αυτών και των γεγονότων που συμβαίνουν σε μοριακό επίπεδο κατά τη διάρκεια της συνολικής αντίδρασης

Οι **παράγοντες** που επηρεάζουν οποιαδήποτε δεδομένη αντίδραση είναι:

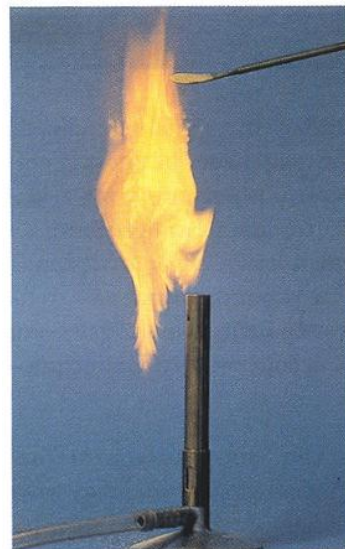
1. **Συγκεντρώσεις αντιδρώντων**
2. **Συγκέντρωση καταλύτη (=ουσία που αλλάζει την ταχύτητα χωρίς να καταναλώνεται)**
3. **Θερμοκρασία** όπου λαμβάνει χώρα η αντίδραση
4. **Εμβαδόν επιφάνειας στερεού αντιδρώντος ή καταλύτη**

Σημαντικοί παράγοντες για αντιδράσεις σε αέρια φάση και υγρά διαλύματα

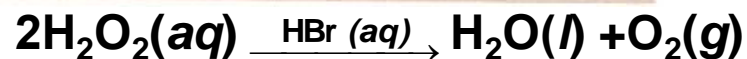


Καταλυτική διάσπαση του H_2O_2

Παρουσία HBr το H_2O_2 διασπάται πολύ γρήγορα και μέρος του HBr οξειδώνεται προς Br_2



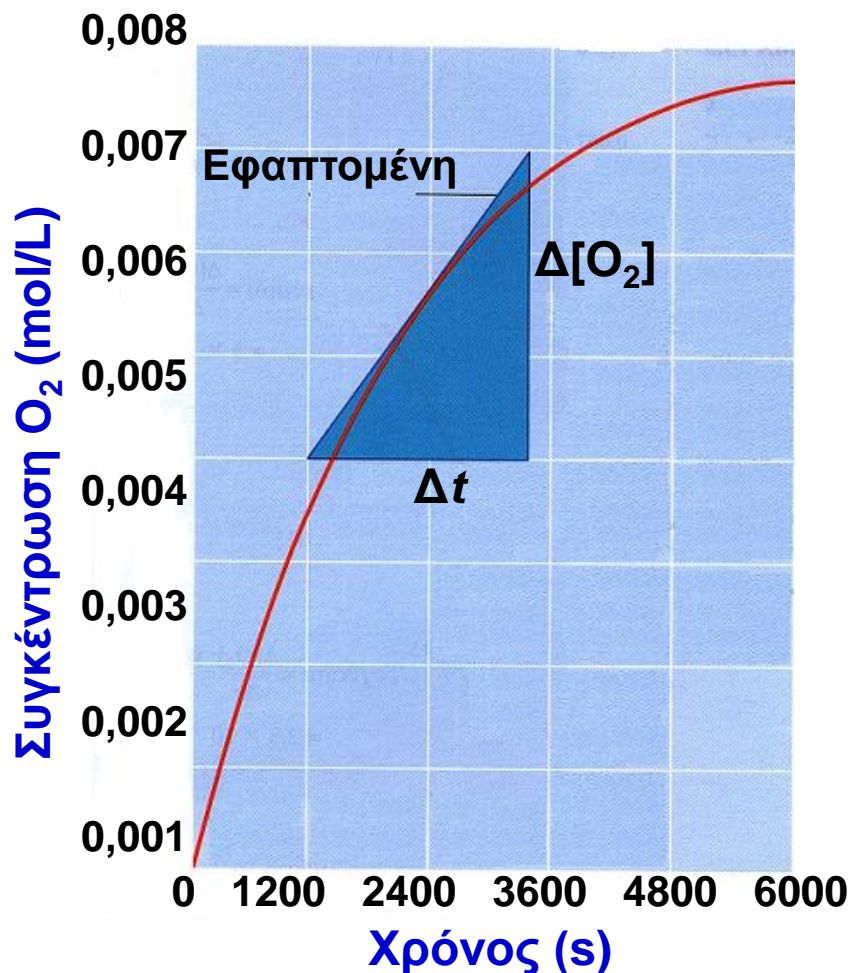
Η σκόνη έχει μεγάλο εμβαδόν επιφάνειας ανά μονάδα όγκου και καίγεται ορμητικά στον αέρα



ΟΡΙΣΜΟΣ ΤΗΣ ΤΑΧΥΤΗΤΑΣ ΑΝΤΙΔΡΑΣΗΣ

➔ **Αύξηση** της γραμμομοριακής συγκέντρωσης ενός **προϊόντος** μιας αντίδρασης ανά μονάδα χρόνου ή η **ελάττωση** της αντίστοιχης ποσότητας ενός **αντιδρώντος** ανά μονάδα χρόνου, δηλαδή:

$$\text{Ταχύτητα} = \frac{\text{μεταβολή συγκέντρωσης αντιδρώντος ή προϊόντος}}{\text{χρόνος εντός του οποίου ολοκληρώθηκε η μεταβολή}}$$



Η στιγμιαία ταχύτητα αντίδρασης

Κατά την αντίδραση:



Η ταχύτητα αντίδρασης είναι:

Αν Δt μικρό \Rightarrow
στιγμιαία U

Μέση Ταχύτητα (σχηματισμού O₂) = $\Delta[\text{O}_2]/\Delta t$ ή

Ταχύτητα (διάσπασης N₂O₅) = $-\Delta[\text{N}_2\text{O}_5]/\Delta t$

Και $\Delta[\text{O}_2]/\Delta t = 1/2 \{-\Delta[\text{N}_2\text{O}_5]/\Delta t\}$

Η **στιγμιαία ταχύτητα** σε δεδομένο χρόνο λαμβάνεται από την κλίση της εφαπτομένης στο σημείο της καμπύλης που αντιστοιχεί σ' αυτόν το χρόνο. Στο διάγραμμα η κλίση αυτή, ίση με $\Delta[\text{O}_2]/\Delta t$ υπολογίζεται από την εφαπτομένη

Άσκηση

Συσχέτιση των διαφορετικών τρόπων έκφρασης της ταχύτητας μιας αντίδρασης



Πώς συσχετίζεται η ταχύτητα σχηματισμού του NO_2F με την ταχύτητα αντίδρασης του NO_2 ;

Εξ ορισμού ισχύει:

ταχύτητα σχηματισμού $\text{NO}_2\text{F} = \Delta[\text{NO}_2\text{F}]/\Delta t$ και

ταχύτητα αντίδρασης του $\text{NO}_2 = -\Delta[\text{NO}_2]/\Delta t$

Διαιρούμε καθεμία εξίσωση με το συντελεστή της αντίστοιχης ουσίας που έχουμε στη χημική εξίσωση:

$$\frac{1}{2} \frac{\Delta[\text{NO}_2\text{F}]}{\Delta t} = -\frac{1}{2} \frac{\Delta[\text{NO}_2]}{\Delta t} \quad \text{ή} \quad \frac{\Delta[\text{NO}_2\text{F}]}{\Delta t} = -\frac{\Delta[\text{NO}_2]}{\Delta t}$$

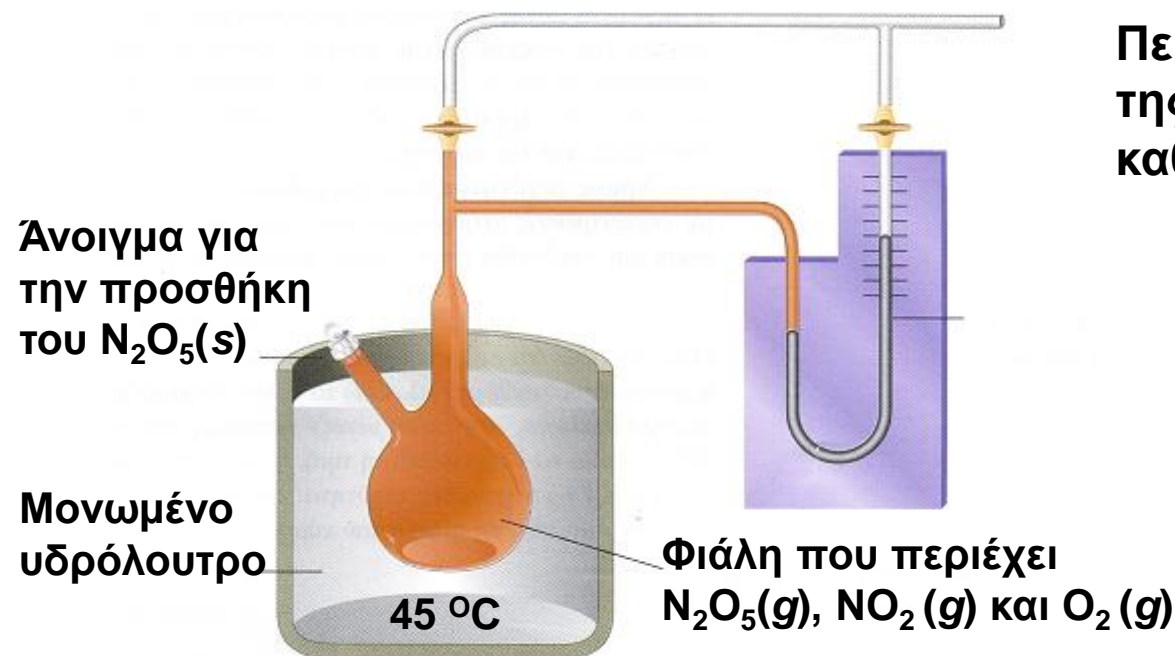
ΠΕΙΡΑΜΑΤΙΚΟΣ ΠΡΟΣΔΙΟΡΙΣΜΟΣ ΤΑΧΥΤΗΤΑΣ

Για τον προσδιορισμό της στιγμιαίας ταχύτητας μιας αντίδρασης:

A. Ποσοτική χημική ανάλυση του μίγματος της αντίδρασης σε κάθε t

B. Παρακολούθηση της μεταβολής με το χρόνο μιας φυσικής σταθεράς:

1. Πίεση του συστήματος
2. Ικανότητα στροφής πολωμένου φωτός
3. Ηλεκτρική αγωγιμότητα
4. Φάσμα απορρόφησης
5. Διηλεκτρική σταθερά
6. Φάσμα εκπομπής
7. Δείκτη Διάθλαση
8. Όγκου συστήματος



Πείραμα για την παρακολούθηση της συγκέντρωσης του N_2O_5 καθώς προχωρεί η αντίδραση

Μετρείται η ολική πίεση κατά τη διάρκεια της αντίδρασης στους $45^\circ C$. Αυτή μπορεί να συσχετισθεί με τις συγκεντρώσεις των N_2O_5 , NO_2 και O_2 που περιέχονται στη φιάλη

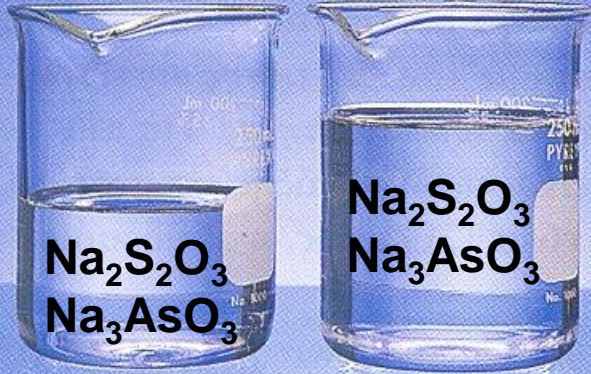
ΕΞΑΡΤΗΣΗ ΤΗΣ ΤΑΧΥΤΗΤΑΣ ΑΠΟ ΤΗ ΣΥΓΚΕΝΤΡΩΣΗ

Επίδραση της συγκέντρωσης αντιδρώντος πάνω στην ταχύτητα μιας αντίδρασης

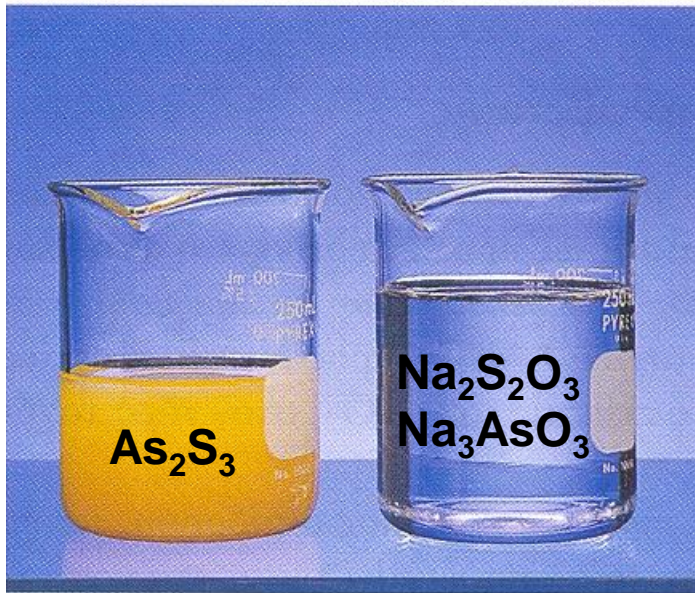
A. Τα δυο ποτήρια περιέχουν ίδιες ποσότητες αντιδρώντων $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (όξινο διαλ.) και Na_3AsO_3 .

B. Το $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ διασπάται προς H_2S που αντιδρά με Na_3AsO_3 προς ίζημα As_2S_3 σε χρόνο εξαρτώμενο από την ταχύτητα διάσπασης

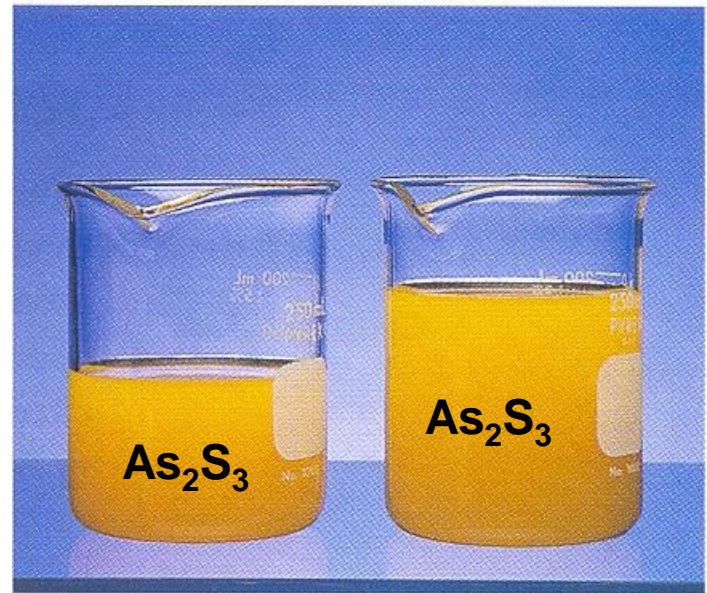
Γ. Το ίζημα σχηματίζεται πιο αργά στο διάλυμα με τη χαμηλότερη συγκέντρωση (στα δεξιά).



A. Χρόνος=0



B. Χρόνος=20s



Γ. Χρόνος=40s

ΕΞΑΡΤΗΣΗ ΤΗΣ ΤΑΧΥΤΗΤΑΣ ΑΠΟ ΤΗ ΣΥΓΚΕΝΤΡΩΣΗ

➤ Πειραματικά έχει βρεθεί ότι:

μεγάλες συγκεντρώσεις αντιδρώντων \Rightarrow υψηλές ταχύτητες αντίδρασης

➤ Για κάθε χημική αντίδραση υπάρχει μια μαθηματική σχέση που συσχετίζει την ταχύτητα μιας αντίδρασης με τις συγκεντρώσεις των αντιδρώντων (και καταλύτη) και είναι ο νόμος ταχύτητας ή η εξίσωση ταχύτητας αυτής.

➤ Για τη γενική αντίδραση:



➤ Ο νόμος ταχύτητας (που προσδιορίζεται μόνο πειραματικά) είναι:

$$\text{Ταχύτητα} = k[A]^m[B]^n[C]^p$$

Τάξη αντίδρασης
ως προς B

Τάξη αντίδρασης ως προς A

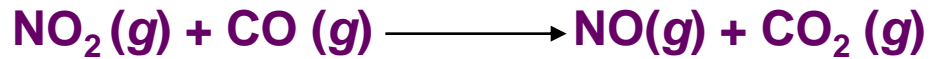
Σταθερά ταχύτητας εξαρτώμενη
από θερμοκρασία και φύση
αντιδρώντων

$$m + n = \text{συνολική τάξη της αντίδρασης}$$

Άσκηση

Προσδιορισμός της τάξης αντίδρασης από το νόμο ταχύτητας

Ποια είναι η τάξη της αντίδρασης ως προς καθένα από τα αντιδρώντα στην παρακάτω αντίδραση:



Υποθέστε ότι ο νόμος ταχύτητας είναι: Ταχύτητα = $k[\text{NO}_2]^2$

Ποια είναι η συνολική τάξη;

ΠΡΟΣΔΙΟΡΙΣΜΟΣ του ΝΟΜΟΥ ΤΑΧΥΤΗΤΑΣ

- Ο **πειραματικός** προσδιορισμός του νόμου ταχύτητας μιας αντίδρασης έγκειται ουσιαστικά στην εύρεση της **τάξης** της αντίδρασης ως προς κάθε **προϊόν** και κάθε **καταλύτη**.
- Για να επιτευχθεί αυτός χρησιμοποιείται:
 1. Η μέθοδος της αρχικής ταχύτητας
 2. Η μέθοδος της μετατροπής του νόμου ταχύτητας με διαφορικό λογισμό

1. Η μέθοδος της αρχικής ταχύτητας

- A. Εκτελούνται μια σειρά πειραμάτων, όπου μεταβάλλουμε τις **αρχικές συγκεντρώσεις** των αντιδρώντων
- B. Υπολογίζουμε τις **αρχικές ταχύτητες**.
- Γ. Συγκρίνουμε τις αρχικές ταχύτητες, από τις οποίες μπορούν να εξαχθούν οι **τάξεις** της αντίδρασης.

ΠΡΟΣΔΙΟΡΙΣΜΟΣ του ΝΟΜΟΥ ΤΑΧΥΤΗΤΑΣ

2. Η μέθοδος της μετατροπής του νόμου ταχύτητας με διαφορικό λογισμό

A. Νόμος ταχύτητας για αντιδράσεις πρώτης τάξεως: $aA \rightarrow$ προϊόντα

Τότε:
$$-\frac{d[A]}{dt} = k[A] \quad \text{ή} \quad \frac{-d[A]}{[A]} = k dt$$
 Η ολοκλήρωση από χρόνο = 0 σε χρόνο = t δίνει:

$$-\int_{[A]_0}^{[A]_t} \frac{d[A]}{[A]} = k \int_0^t dt \quad \text{Και λύνοντας αυτήν τελικά παίρνουμε:}$$

$$-\{\ln[A]_t - \ln[A]_0\} = k(t - 0) \quad \text{Που μετασχηματίζεται σε:}$$

$$\ln \frac{[A]_t}{[A]_0} = -kt \quad \text{ή} \quad \log \frac{[A]_t}{[A]_0} = \frac{-kt}{2,303} \quad \text{ή}$$

$$[A]_t = [A]_0 e^{-kt}$$

και

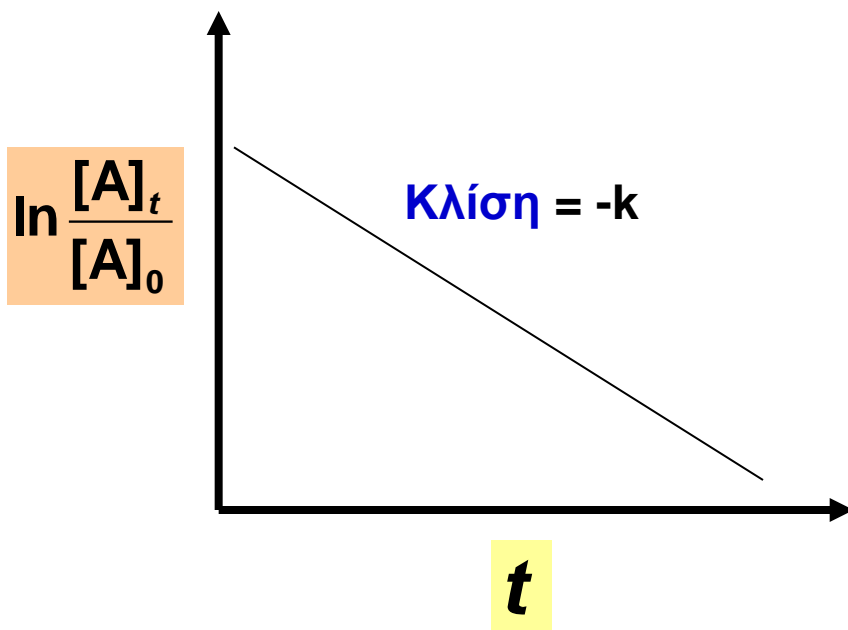
$$\ln[A]_t = \ln[A]_0 - kt$$

A. Νόμος ταχύτητας για αντιδράσεις **πρώτης τάξεως**:

Συμπεραίνουμε ότι:

⇒ Αν πράγματι μια αντίδραση είναι πρώτης τάξεως τότε η **γραφική παράσταση**, π.χ. του

$\ln \frac{[A]_t}{[A]_0}$ συναρτήσει του t είναι ευθεία με κλίση $-k$



Επίσης επειδή:

$$\ln \frac{[A]_2}{[A]_1} = -k (t_2 - t_1)$$

Υπολογίζουμε την $-k$

Αν γνωρίζουμε τη συγκέντρωση σε **δύο** μόνο χρονικές στιγμές

Χρόνος ημιζωής (ή χρόνος υποδιπλασιασμού) αντίδρασης

☆ Ο χρόνος που απαιτείται για να ελαττωθεί η συγκέντρωση του αντιδρώντος στο **μισό** της αρχικής της τιμής.

☆ Για αντιδράσεις **πρώτης τάξεως** αντικαθιστώντας στη: $\ln \frac{[A]_t}{[A]_0} = -kt$
 $t = t_{1/2}$ τότε $[A]_t = [A]_0/2$ οπότε έχουμε:

$$\ln \frac{[A]_0}{2} = -kt_{1/2} \Rightarrow t_{1/2} = \frac{\ln 2}{k}$$

ή

$$t_{1/2} = \frac{0,693}{k}$$

☆ Δηλαδή για τις αντιδράσεις **πρώτης τάξεως** ο χρόνος ημιζωής είναι **ανεξάρτητος** από την αρχική συγκέντρωση!!!

B. Νόμος ταχύτητας για αντιδράσεις δεύτερης τάξης:

Έστω ότι η αντίδραση: $aA \rightarrow \text{προϊόντα}$

Έχει νόμο ταχύτητας δεύτερης τάξης, δηλαδή: $-\frac{d[A]}{dt} = k[A]^2$ ή $\frac{-d[A]}{[A]^2} = kdt$

Τότε η ολοκλήρωση από χρόνο = 0 σε χρόνο = t δίνει: $-\int_{[A]_0}^{[A]_t} \frac{d[A]}{[A]^2} = k \int_0^t dt$ και λύνοντας αυτήν

τελικά παίρνουμε: $\frac{1}{[A]_t} = kt + \frac{1}{[A]_0}$

Συμπεραίνουμε λοιπόν ότι:

⇒ Αν πράγματι μια αντίδραση είναι δεύτερης τάξης τότε η **γραφική παράσταση**, του $\frac{1}{[A]_t}$ συναρτήσεως του **t** είναι ευθεία με κλίση **k**

Σχέσεις για αντιδράσεις πρώτης και δεύτερης τάξης

Τάξη	Νόμος ταχύτητας	Εξίσωση συγκέντρωσης-χρόνου	Χρόνος ημιζωής	Γραφική παράσταση
1	Ταχύτητα = $k[A]$	$\log \frac{[A]_t}{[A]_0} = \frac{-kt}{2,303}$	$t_{1/2} = \frac{0,693}{k}$	$\log[A]_t$ ως προς t
2	Ταχύτητα = $k[A]^2$	$\frac{1}{[A]_t} = kt + \frac{1}{[A]_0}$	$t_{1/2} = \frac{1}{k[A]_0}$	$\frac{1}{[A]}$ ως προς t

☆ Η ταχύτητα αντίδρασης εξαρτάται από τη θερμοκρασία .

☆ Στο νόμο ταχύτητας αυτό γίνεται φανερό από το γεγονός ότι η σταθερά ταχύτητας μεταβάλλεται με τη θερμοκρασία

ΘΕΡΜΟΚΡΑΣΙΑ ΚΑΙ ΤΑΧΥΤΗΤΑ ΘΕΩΡΙΑ ΣΥΓΚΡΟΥΣΕΩΝ

☞ Η εξήγηση της εξάρτησης της k από τη θερμοκρασία δίνεται από τη θεωρία των συγκρούσεων:

☞ η οποία υποθέτει ότι για την πραγματοποίηση μιας αντίδρασης θα πρέπει τα αντιδρώντα μόρια να συγκρουσθούν έχοντας ενέργεια μεγαλύτερη από κάποια ελάχιστη τιμή (= ενέργεια ενεργοποίησης, E_a) καθώς και κατάλληλο προσανατολισμό

☞ Σύμφωνα με αυτήν:

$$k = Z f p$$

Συχνότητα των συγκρούσεων

Που αυξάνεται με την T καθώς τα μόρια κινούνται ταχύτερα, άρα συγκρούονται και συχνότερα

Κλάσμα συγκρούσεων με κατάλληλα προσανατολισμένα μόρια αντιδρώντων

Κλάσμα συγκρούσεων με ενέργεια $> E_a$

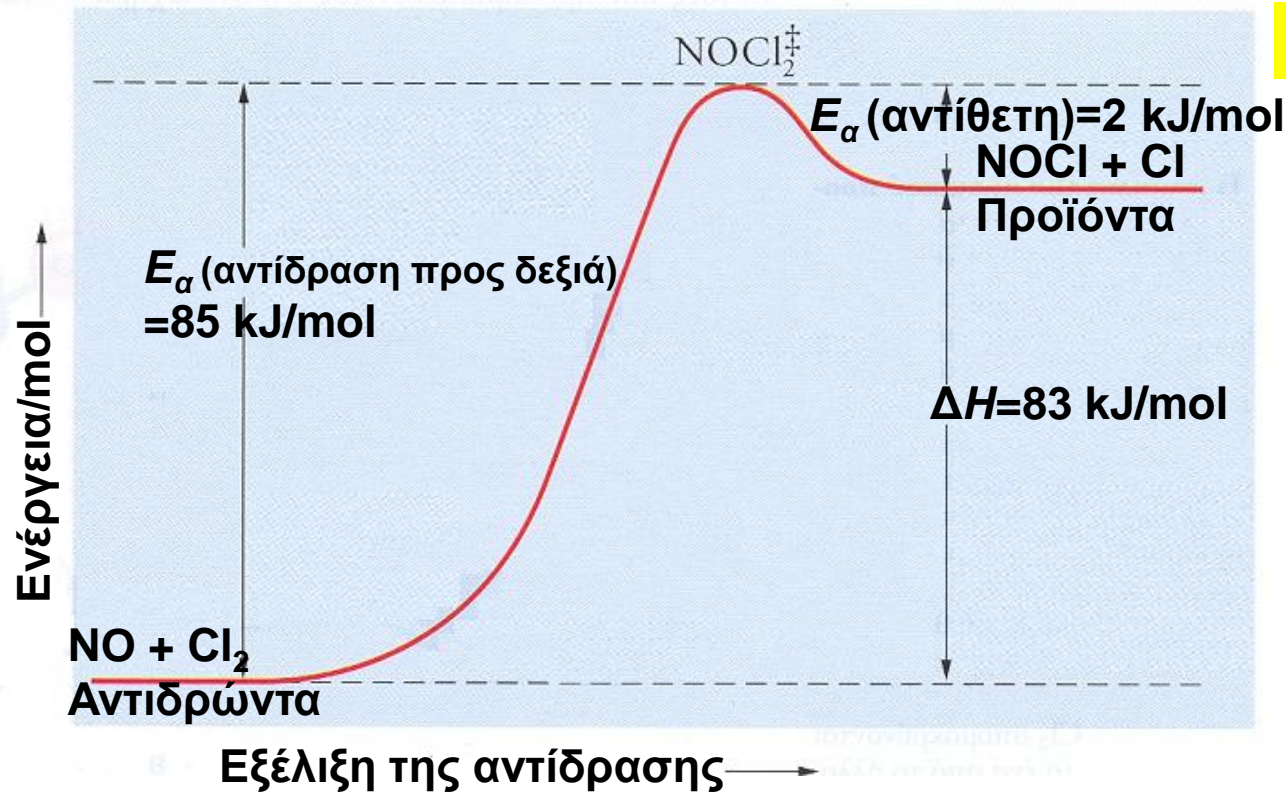
Που μεταβάλλεται απότομα ακόμα και με μικρές αλλαγές της T και ισχύει:

$$f = e^{-E_a/RT}$$

ΘΕΩΡΙΑ ΜΕΤΑΒΑΤΙΚΗΣ ΚΑΤΑΣΤΑΣΗΣ

➤ Ερμηνεύει την αντίδραση που προκαλείται από τη σύγκρουση δύο μορίων βάσει ενός ενεργοποιημένου συμπλόκου (μεταβατική κατάσταση), που είναι μια ασταθής διάταξη ατόμων η οποία μπορεί να διασπασθεί και να σχηματίσει προϊόντα

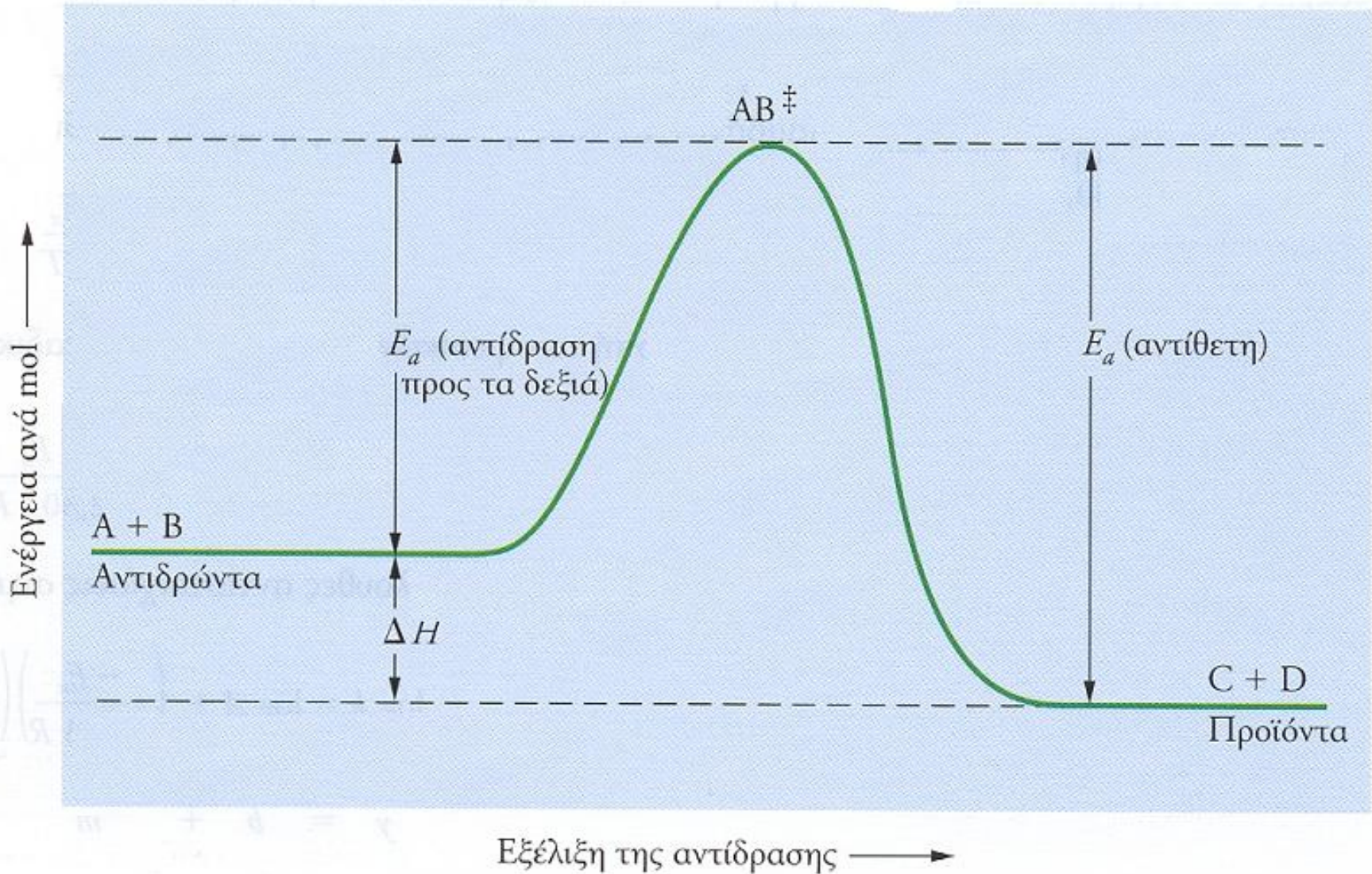
Διάγραμμα δυναμικής ενέργειας για την ενδόθερμη αντίδραση:



Τα αντιδρώντα χρειάζονται $E_a = 85 \text{ kJ/mol}$ για να αντιδράσουν. Τότε σχηματίζεται το ενεργοποιημένο σύμπλοκο που μπορεί να διασπασθεί προς προϊόντα δίνοντας $E = 2 \text{ kJ/mol}$. Η διαφορά $(85 - 2) \text{ kJ/mol} = 83 \text{ kJ/mol}$ είναι η απορροφούμενη θερμική ενέργεια ΔH .

ΘΕΩΡΙΑ ΜΕΤΑΒΑΤΙΚΗΣ ΚΑΤΑΣΤΑΣΗΣ

Διάγραμμα δυναμικής ενέργειας για μια εξώθερμη αντίδραση



ΕΞΙΣΩΣΗ ΤΟΥ ARRHENIUS

☆ Οι ταχύτητες των περισσότερων αντιδράσεων ακολουθούν πιστά μια μαθηματική εξίσωση η οποία εκφράζει την εξάρτηση της σταθεράς ταχύτητας από την θερμοκρασία γνωστή ως *εξίσωση του Arrhenius*:

$$k = Ae^{-E_a/RT}$$

A = σταθερά γνωστή ως παράγων συχνότητας
σχετιζόμενη με ρZ

☆ Η εξίσωση αυτή υπό λογαριθμική μορφή γίνεται:

$$\ln k = \ln A - \frac{E_a}{RT}$$

Και σε δεκαδικούς
λογαρίθμους:

$$\log k = \log A - \frac{E_a}{2,303RT}$$

☺ Αν παραστήσουμε γραφικά τον $\log k$ ως προς $1/T$ θα πάρουμε ευθεία με τεταγμένη επί την αρχή το $\log A$ και κλίση $-E_a/(2,303R)$.

☺ Από την κλίση μπορούμε να υπολογίσουμε την E_a !!

☺ Μορφή χρήσιμη σε υπολογισμούς είναι:

$$\log \frac{k_2}{k_1} = \frac{E_a}{2,303R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

Άσκηση

Η σταθερά ταχύτητας για τη θερμική διάσπαση της ακεταλδεΐδης είναι $1,05 \times 10^{-3} / (M^{1/2} \cdot s)$ στα 759 K και $2,14 \times 10^{-2} / (M^{1/2} \cdot s)$ στα 836 K .

(α) Βρείτε την ενέργεια ενεργοποίησης, E_a , αυτής της διάσπασης,

(β) Πόση είναι η σταθερά ταχύτητα, k , στα 865 K ;

ΜΗΧΑΝΙΣΜΟΣ ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΩΝ

➤ Μια χημική αντίδραση τις περισσότερες φορές λαμβάνει χώρα σε αρκετά στάδια ή αλλιώς **στοιχειώδεις αντιδράσεις** που δε φαίνονται στην απλή χημική εξίσωση, π.χ. για την αντίδραση:



Πιστεύεται ότι λαμβάνει χώρα σε δύο στάδια:



➤ Ο αριθμός των στοιχειωδών αντιδράσεων των οποίων το συνολικό αποτέλεσμα (άθροισμα) εκφράζεται από την καθαρή χημική εξίσωση ονομάζεται **μηχανισμός αντίδρασης**

➤ **Ενδιάμεσο αντίδρασης** είναι χημική οντότητα που παράγεται κατά τη διάρκεια της αντίδρασης αλλά δεν εμφανίζεται στη συνολική επειδή αντιδρά σε ενδιάμεσο στάδιο του μηχανισμού

➤ **Μοριακότητα** είναι ο αριθμός των αντιδρώντων μορίων μιας στοιχειώδους αντίδρασης. Υπάρχουν μονομοριακές, διμοριακές και τριμοριακές αντιδράσεις.

Ο ΝΟΜΟΣ ΤΑΧΥΤΗΤΑΣ ΚΑΙ Ο ΜΗΧΑΝΙΣΜΟΣ

☆ Ο μηχανισμός αντίδρασης δεν παρατηρείται άμεσα.

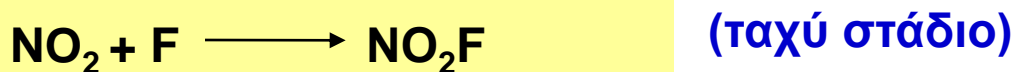
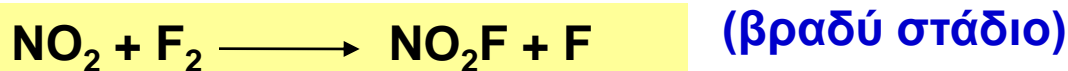
☆ Αν όμως γνωρίζουμε τον **πειραματικό νόμο ταχύτητας** μπορούμε να υποθέσουμε ένα **μηχανισμό** από τον οποίο μπορούμε να προβλέψουμε ένα νόμο ταχύτητας. Αν η πρόβλεψη δε συμφωνεί με το πείραμα ο μηχανισμός που προβλέψαμε είναι λάθος π.χ. για την αντίδραση:



➤ Ο πειραματικός νόμος ταχύτητας είναι: Ταχύτητα = $k [\text{NO}_2][\text{F}_2]$

⇒ Άρα δεν πραγματοποιείται σε ένα μόνο στάδιο! Γιατί;

⇒ Πιστεύεται όμως ότι λαμβάνει χώρα σε δύο στάδια:

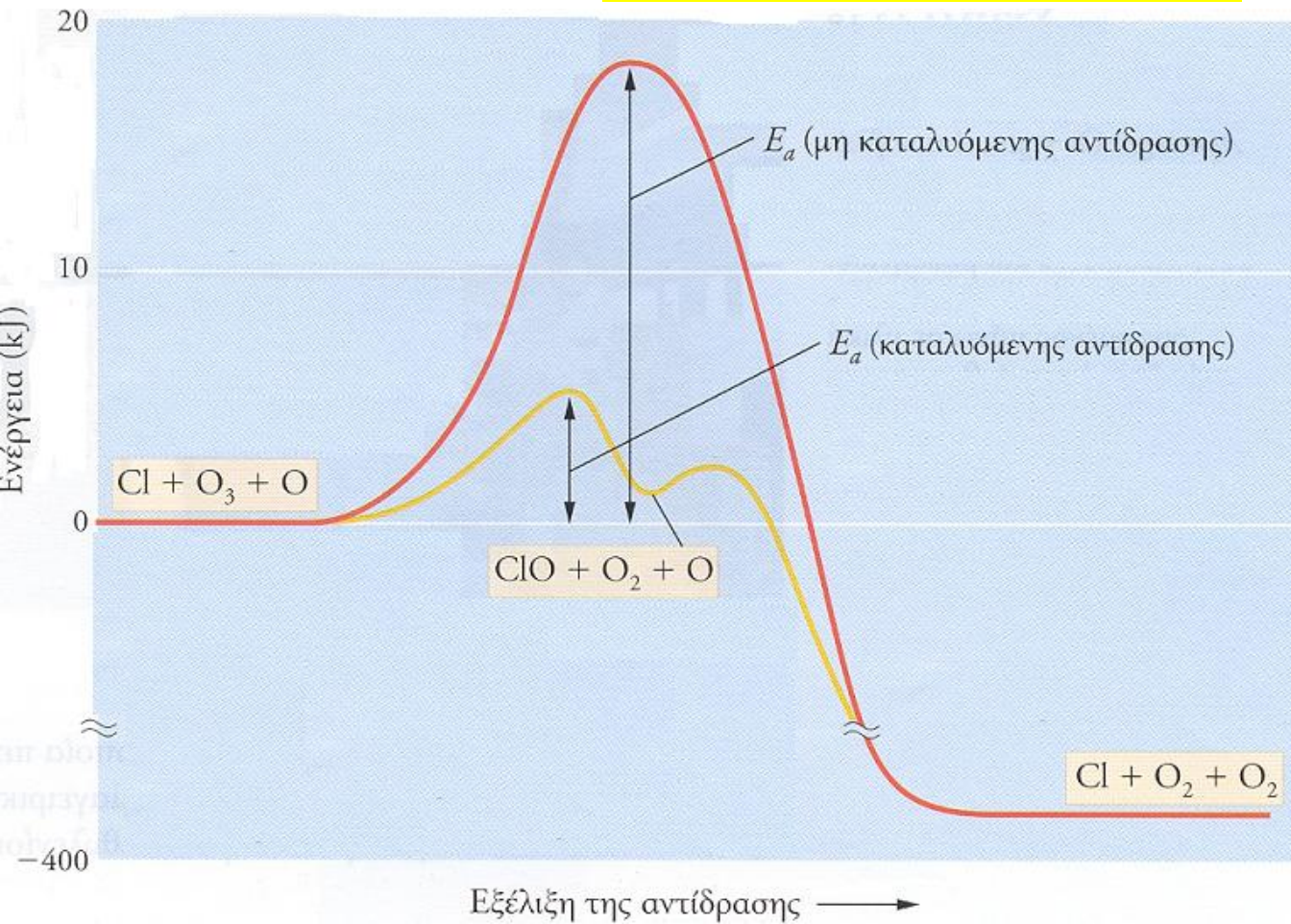


☆ Το βραδύτερο στάδιο του μηχανισμού μιας αντίδρασης είναι το **καθορίζον την ταχύτητα στάδιο** απ' όπου εξάγεται και ο νόμος ταχύτητας της αντίδρασης!

ΚΑΤΑΛΥΣΗ

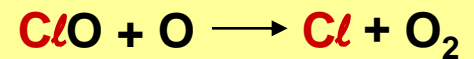
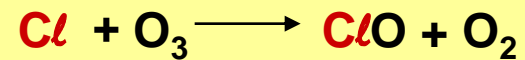
◈ Ο μηχανισμός καταλυομένης αντίδρασης διαθέτει πορεία χαρακτηριζόμενη από αυξημένη συνολική ταχύτητα (έναντι της μη καταλυομένης) είτε λόγω αύξησης του A ή πιθανότερα ελάττωσης της E_a .

Διάγραμμα δυναμικής ενέργειας της καταλυτικής διάσπασης του O_3 της στρατόσφαιρας: $O_3(g) + O(g) \xrightarrow{Cl} 2O_2(g)$



Η κατάλυση από Cl προσφέρει εναλλακτική πορεία με χαμηλότερη E_a και άρα ταχύτερη αντίδραση.

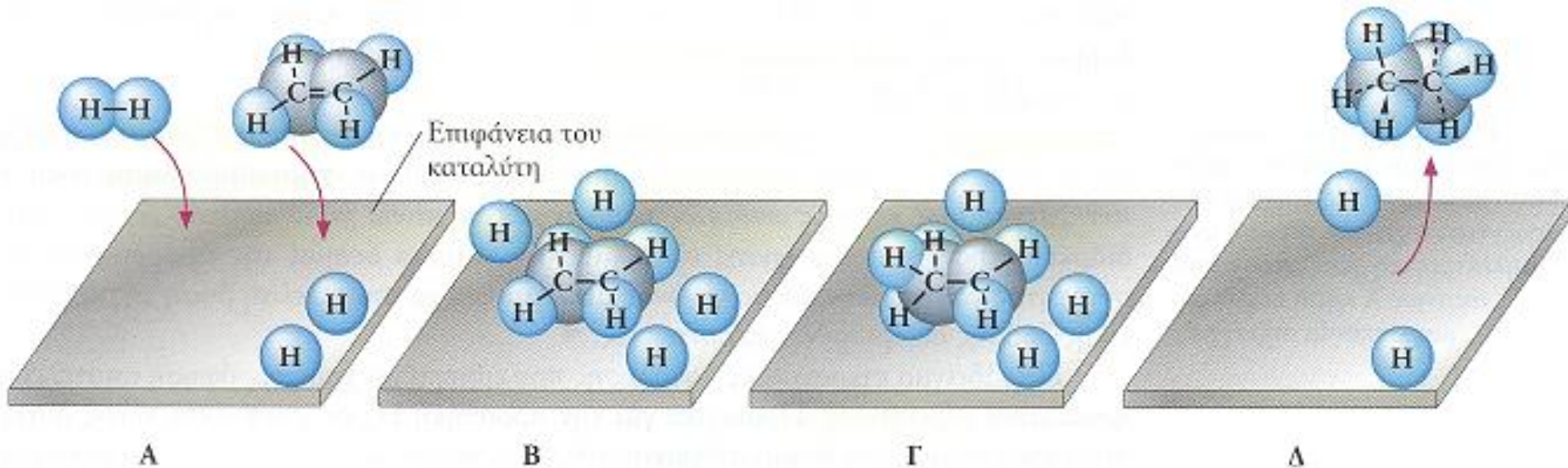
Η μετατροπή του μηχανισμού σε άλλον με χαμηλότερη E_a είναι:



ΚΑΤΑΛΥΣΗ

Ομογενής κατάλυση: χρησιμοποίηση καταλύτη στην ίδια φάση με τις αντιδρώσες ουσίες

Ετερογενής κατάλυση: χρησιμοποίηση καταλύτη σε διαφορετική φάση από αυτή των αντιδρώντων (συνήθως στερεό-αέριο ή υγρό). Πιστεύεται ότι γίνεται **χημική προσρόφηση** (ή χημειορρόφηση) των αντιδρώντων πάνω στην επιφάνεια του καταλύτη

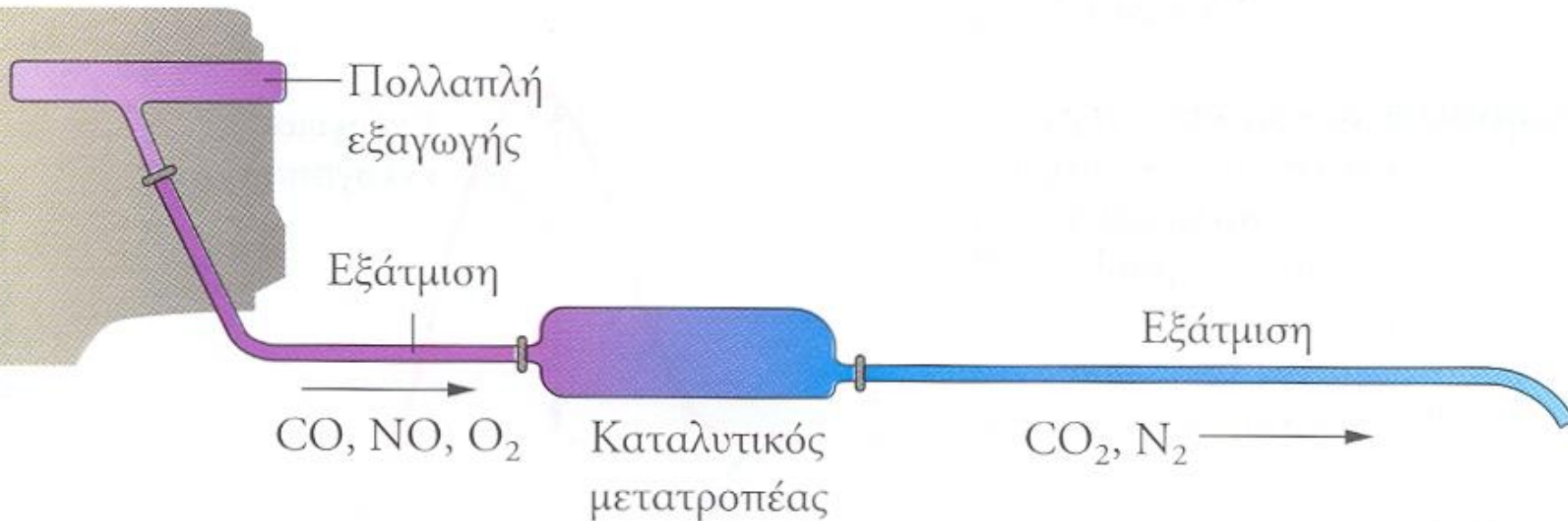


Προτεινόμενος μηχανισμός για την καταλυτική υδρογόνωση του C_2H_4 :

(A) Μόρια C_2H_4 και H_2 διαχέονται προς καταλύτη, (B) Σχηματίζουν δεσμούς με την επιφάνεια αυτού, (Γ) Άτομα H μεταναστεύουν προς C_2H_4 αντιδρούν και σχηματίζουν C_2H_6 , (Δ) Το μόριο C_2H_6 διαχέεται μακριά από τον καταλύτη

ΚΑΤΑΛΥΣΗ

☺ Καταλύτες επιφανειών βρίσκουν εφαρμογή στους καταλυτικούς μετατροπείς των αυτοκινήτων όπου τα βλαβερά αέρια των καυσαερίων (**NO**, **CO**) μετατρέπονται σε αβλαβείς ουσίες (**N₂**, **CO₂**)

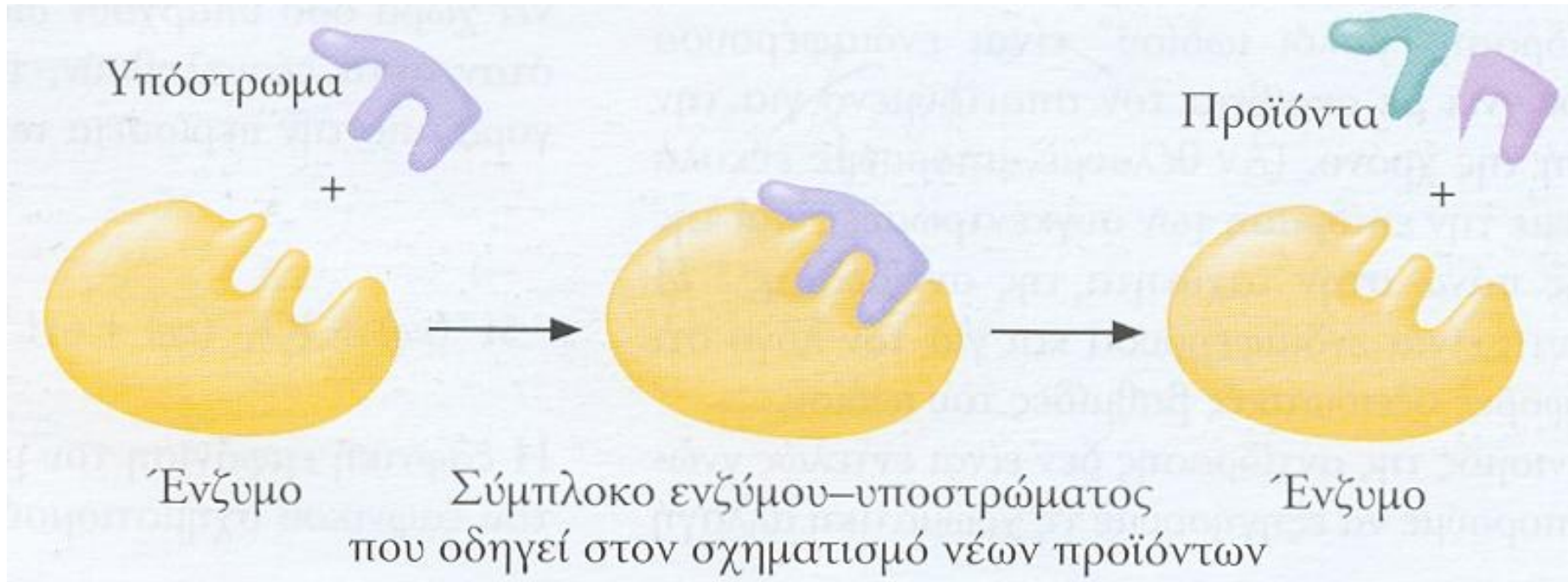


Καταλυτικός μετατροπέας αυτοκινήτων

Ο καταλύτης είναι προσροφημένος πάνω σε ειδικό υλικό στήριξης (π.χ. αλουμίνα, Al₂O₃)

ΚΑΤΑΛΥΣΗ

☺ Ένζυμα είναι μεγάλα πρωτεϊνικά μόρια που δρουν σαν **εκλεκτικοί καταλύτες** χρησιμοποιούμενοι από βιολογικούς οργανισμούς για να καταλύουν συγκεκριμένες αντιδράσεις ορισμένων ουσιών



Ενζυμική δράση (μοντέλο κλειδαριάς και κλειδιού)

Το ένζυμο διαθέτει **ενεργό κέντρο (κλειδαριά)**, όπου συνδέεται το **υπόστρωμα S (κλειδί)** για να σχηματίσει σύμπλοκο ενζύμου-υποστρώματος. Στη διάρκεια της σύνδεσης δεσμοί εξασθενούν και άλλοι σχηματίζονται δημιουργώντας **προϊόντα, P**, που εγκαταλείπουν το ένζυμο.



Αναφορά

- Το υλικό της παρουσίασης προέρχεται από τις Πανεπιστημιακές παραδόσεις της καθηγήτριας Μαγδαληνής Σουπιώνη
- Οι εικόνες που περιέχονται στην ενότητα προέρχονται από το προσωπικό αρχείο της καθηγήτριας Μαγδαληνής Σουπιώνη

Σημείωμα Αναφοράς

Copyright, Πανεπιστήμιο Πατρών, Μαγδαληνή
Σουπιώνη. «Χημεία II». Έκδοση: 1.0. Πάτρα 2015.
Διαθέσιμο από τη δικτυακή διεύθυνση:

<https://eclass.upatras.gr/courses/GEO327/>

Σημείωμα Αδειοδότησης

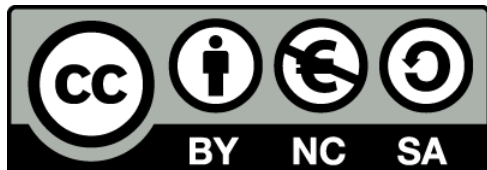
Το παρόν υλικό διατίθεται με τους όρους της άδειας χρήσης Creative Commons Αναφορά, Μη Εμπορική Χρήση Παρόμοια Διανομή 4.0 [1] ή μεταγενέστερη, Διεθνής Έκδοση. Εξαιρούνται τα αυτοτελή έργα τρίτων π.χ. φωτογραφίες, διαγράμματα κ.λ.π., τα οποία εμπεριέχονται σε αυτό και τα οποία αναφέρονται μαζί με τους όρους χρήσης τους στο «Σημείωμα Χρήσης Έργων Τρίτων».

[1] <http://creativecommons.org/licenses/by-nc-sa/4.0/>



- Ως **Μη Εμπορική** ορίζεται η χρήση:
- που δεν περιλαμβάνει άμεσο ή έμμεσο οικονομικό όφελος από την χρήση του έργου, για το διανομέα του έργου και αδειοδόχο
- που δεν περιλαμβάνει οικονομική συναλλαγή ως προϋπόθεση για τη χρήση ή πρόσβαση στο έργο
- που δεν προσπορίζει στο διανομέα του έργου και αδειοδόχο έμμεσο οικονομικό όφελος (π.χ. διαφημίσεις) από την προβολή του έργου σε διαδικτυακό τόπο
- Ο δικαιούχος μπορεί να παρέχει στον αδειοδόχο ξεχωριστή άδεια να χρησιμοποιεί το έργο για εμπορική χρήση, εφόσον αυτό του ζητηθεί

Τέλος Ενότητας



Ευρωπαϊκή Ένωση
Ευρωπαϊκό Κοινωνικό Ταμείο



ΥΠΟΥΡΓΕΙΟ ΠΑΙΔΕΙΑΣ & ΘΡΗΣΚΕΥΜΑΤΩΝ, ΠΟΛΙΤΙΣΜΟΥ & ΑΘΛΗΤΙΣΜΟΥ
ΕΙΔΙΚΗ ΥΠΗΡΕΣΙΑ ΔΙΑΧΕΙΡΙΣΗΣ

Με τη συγχρηματοδότηση της Ελλάδας και της Ευρωπαϊκής Ένωσης



ΕΥΡΩΠΑΪΚΟ ΚΟΙΝΩΝΙΚΟ ΤΑΜΕΙΟ